الغـــــازات

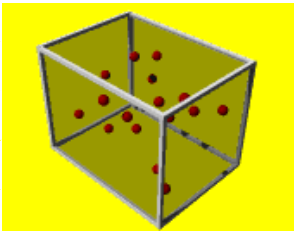
- الحالة الغازية هي حالة من حالات المادة الثلاثة.

- تتميز الغازات عن باقي الحالات الأخرى بسرعة انتشارها وانخفاض كثافتها وقابليتها للاختلاط مع باقي الغازات الأخرى.

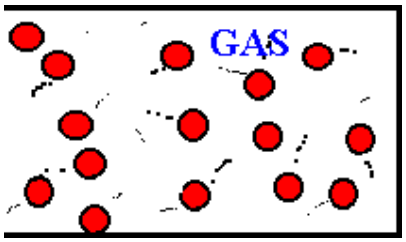
والمادة في الحالة الغازية تكون على ما يلي :

أ- عنصراً منفرداً مثل معظم اللا فلزات كالنيتروجين والأكسجين والهيدروجين وبعض الهالوجينات مثل الكلور والفلور وكبعض الغازات النبيلة مثل الهيليوم ..

ب – مركباً من عنصرين أو أكثر مثل معظم مركبات اللا فلزات مع بعضها كثاني أكسيد الكربون وثاني أكسيد أو ثالث أكسيد الكبريت وثاني أكسيد النيتروجين وغيرها بالإضافة إلى بعض المركبات الهيدروكربونية الغازية مثل غاز الميثان والإيثان ...



خـــــواص الغـــــــازات



تتصف جزيئات العناصر الغازية والمركبات الغازية بالصفات التالية :-

- تتحرك جزيئات العناصر والمركبات الغازية حركة عشوائية ، وتصطدم مع بعضها ، وقد تتبادل الطاقة فيها بينها ..
- تتواجد في مسافات كبيرة من بعضها البعض ..

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

- طاقتها الحركية كبيرة وكثافتها قليلة والتي تتناسب تناسب طردي مع ازدياد درجات الحرارة ..
- عامل انضغاطها كبير بالمقارنة بالحالتين السائلة والصلبة .. وهذه الخاصية لها فوائد عديدة ومنها عند استعمال إطارات العربات التي تنتفخ بضغط الهواء من داخلها .. ويكون الهواء خليطاً من غازات تسلك فيزيائيًا بنفس طريقة الأكسجين النقي أو النيتروجين النقي أو أي مادة غازية أخرى .. ويمكن لحجم هواء مقداره مرتين أو ثلاثة مرات من حجم الإطار أن يدفع إلى داخله تحت ضغط .. وإذا ثقب الإطار فإن الهواء الفائض سيدفع للخارج ويميز هذا السلوك جميع الغازات ..
- تتمتع بصفة التميع عند ارتفاع الضغط إلى مستويات عالية جداً وإن كان متفاوتاً تبعاً لنوع العنصر أو المركب الغازي .. ويمكن تقسيم العناصر الغازية والمركبات الغازية على أساس قوى التجاذب بين الجزيئات والحجم الذي يشغله

تنقسم الغازات إلى نوعين :-

أ- الغازات المثالية ولها قوانين خاصة بها ..

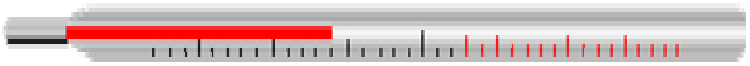
ب- الغازات الحقيقية والتي لا تنطبق عليها قوانين الغازات المثالية ..

سلوك الغاز الحقيقي قد يقترب من سلوك الغاز المثالي عندما ينخفض الضغط إلى مقدار صغير جداً أو عندما ترتفع درجة الحرارة بمقدار كبير أو بكليهما معاً ..

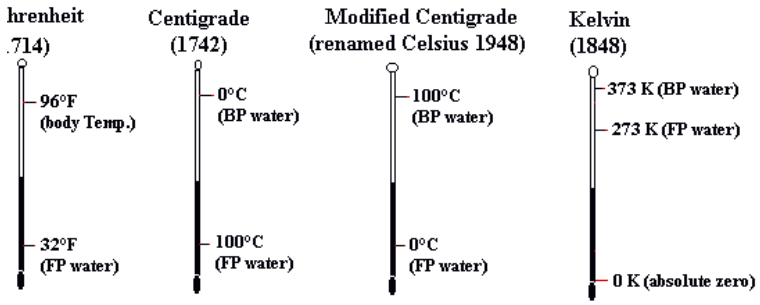
وبالتالي يمكن دراسة سلوك أي غاز ووصفه عن طريق ثلاث متغيرات وهي الحجم ، درجة الحرارة ، الضغط ..

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

١ - الحجم ..



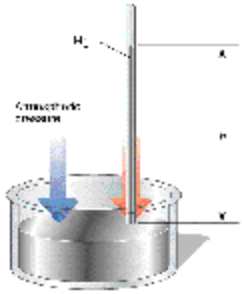
- حجم أي مادة هو عبارة عن الحيز الذي تشغله تلك المادة ... فبالنسبة للغازات
- يكون حجم الغاز هو نفسه مثل
- حجم الوعاء الموجود فيه ..



درجة الحرارة ..

- التدريج العالمي لقياس درجة الحرارة هو تدريج مطلق بمعنى أنه يبدأ من الصفر المطلق ..
- أن الصفر المطلق هو أدنى مدى لدرجة الحرارة ويُسمى هذا التدريج بتدريج كالفن وتستعمل تدريجات أخرى لدرجات الحرارة مثل التدريج السيليزيوس أو السنتيجرادي وكذلك التدريج الفهرنهيتي ..

٣- الضغط ..



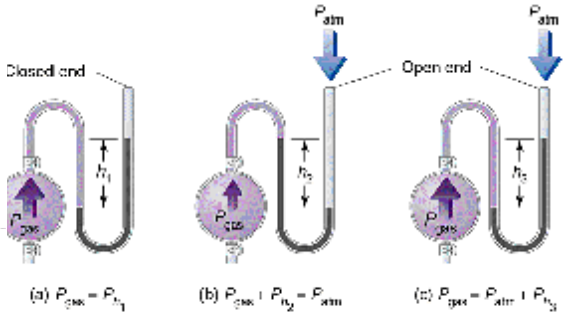
- يتغير الضغط الجوي تبعًا للارتفاع عن مستوى سطح البحر .. ويُعرّف الضغط الجوي القياسي بأنه الضغط الذي يحمل عموداً من زئبق ارتفاعه ٧٦٠ ملم عند صفر درجة مئوية عند مستوى سطح البحر ..
- **كيفية قياس ضغط الغاز** ::

يمكن استخدام جهاز المانومتر لقياس ضغوط الغازات شرط أن لا يتعدى واحداً من الضغط الجوي ..

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

جهاز المانومتر ..

- يتكون المانومتر من أنبوب على شكل حرف U يتصل أحد طرفيه بالإناء المراد قياس ضغط الغاز به بينما يتصل الطرف الأخر بالجو .. ويوضع زئبق داخل الأنبوب لكي يملأ نصف ارتفاع كل من الطرفين ويقاس ضغط الغاز داخل الإناء بالفرق بين ارتفاع الزئبق في طرفي الأنبوب مضافاً إليه الضغط الجوي ..



- واستعمال المانومتر يكون للضغوط الصغيرة نسبيًا أما في الضغوط العالية فيمكن قياسها بصفيحة رقيقة من معدن يتمدد تحت ضغط الغاز وهذا التمدد يحرك مؤشر يتحرك على لوحة ذات تدريج تمت معايرته لقياس الضغوط العالية ..

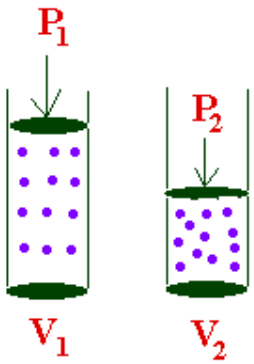
قـــوانين الغـــازات

إن اكتشاف ضغط الجو الذي يمكن قياسه بمصطلحات ارتفاع عمود من سائل أدى مباشرة للدراسة الدقيقة للتغيرات في حجم عينة من غاز نتيجة لتغيرات في الضغط .. فعند درجة حرارة ثابتة كلما زاد الضغط على عينة من غاز كلما قل الحجم .. ولأن كل الغازات تتبع هذا الطريق سُمي هذا السلوك بقانون الطبيعة .. وقد عُرض أولاً في عام ١٦٦٠ م بواسطة روبرت بويل Robert Boyle وقد عُرف بقانون بويل " Boyle's Law "

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

ينص قانون بويل على :

أن حجم كمية معينة من غازما يتناسب عكسيًا مع الضغط ، إذا بقيت درجة الحرارة ثابتة ..



$$P = k/V$$

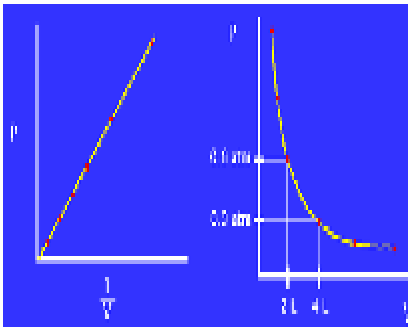
"عند ثبوت درجة الحرارة يتناسب حجم كمية معينة من الغاز تناسبا عكسيا مع الضغط"

$$V \ a \ 1 / P$$

$$V = \text{ثابت} / P \quad \text{أو} \quad PV = \text{ثابت}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \text{ثابت}$$

قانون شارل(Charles Law)...!!*!!.



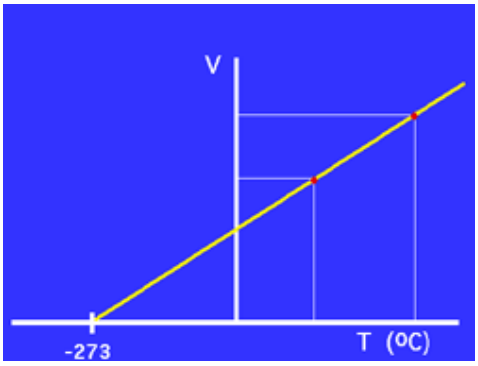
إذا وضعنا كمية من غاز ما في إناء وجعلنا ضغط الغاز ثابتاً فإننا نجد أن حجم الغاز يتغير بتغير درجة حرارته ..

قانون شارل " Law Charles "

عند ضغط ثابت فإن الحجم المشغول بواسطة كتلة ثابتة من غاز يتناسب طرديًا مع درجة الحرارة المطلقة ..

$$V = kT$$

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com



علاقة الضغط بدرجة الحرارة::

...قانون جاي لوساك...!!*!!

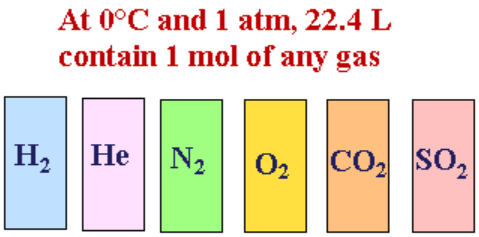
عند ثبات كمية من غاز فإن ضغطه يتناسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة ..

ونلمس هذه العلاقة في الحياة اليومية فإطار السيارة يزداد ضغط الهواء فيه بعد رحلة طويلة وفي يوم حار لأن حركة الإطار من شأنها أن تزيد من حرارة الهواء داخله وهذا يزيد من ضغطه ...

إن العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة عند حجم ثابت لم ترجع بطريقة شائعة لأسم مكتشفها لأنها عرفت تدريجيًا بعدة مكتشفين .. وقد اكتشف هذه العلاقة كثير من العلماء من أهمهم جاي لوساك " Gay Lussac "

وجويلوم امونتون " Guilaume Amonton " اللذان صمما مقياس الحرارة الغازي على هذا الأساس عام ١٧٠٣ م ..

لذلك فإن ضغط كتلة معينة من غاز تتناسب طرديًا مع درجة الحرارة المطلقة إذا لم يتغير الحجم ..



في عام ١٨١١ م وضع أميدو أفوجادرو " Amedeo Avogadro " قانونًا جديداً للغازات وينص على أن :

الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة عند نفس درجة الحرارة والضغط تحتوي على نفس العدد من الجزيئات

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

علينا أن نعرّف عدد أفوجا دور ... وما هو المول ..

عدد أفوجا دو = ٦،٠٢×١٠ أس ٢٣

$V = kn$

العلاقة الجامعة بين قانوني بويل وشارلز (قانون بويل) $V a 1 / P$

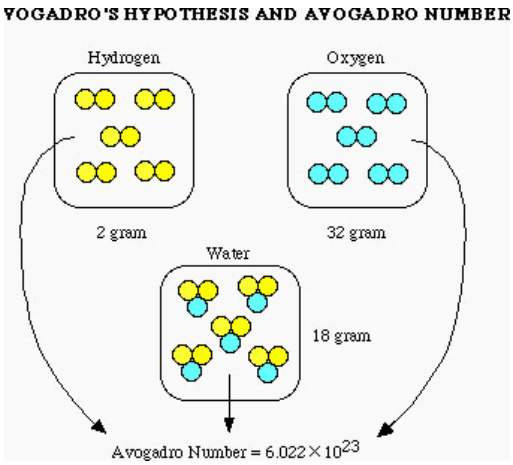
(قانون شارلز) $V a T$

والصيغة الجامعة بين القانونين:

$V \alpha (1 / P) \times T$ أو ثابت= PV / T

ثابت= $P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2$

المول ...

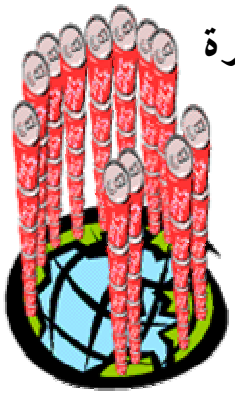


هو كمية عدد أفوجادور من الوحدات سواءً كانت ذرات أيونات ...إلخ .. ويمكن التعبير عن المول .. أو عدد أفوجادرو ..بعدة صور حتى يرسخ في أذهان الطلاّب ضخامة هذا العدد .. وحتى يتخيلوا ماذا تعني كلمة مول ..

عندما نقول مول من الأقلام أو مول من الريالات .. أو مول من الكولا ..إلخ ..فالمول عدد كبير جداً ..

فإذا تم توزيع مول من الريالات على عدد سكان العالم (٦×١٠ أس ٩إنسان) ، فإن نصيب كل فرد منهم يبلغ تقريباً ٢٠ ألف بليون ريال تقريباً .. وإذا فرشنا ملعب كرة قدم بمول من بلورات السكر فإن ارتفاع السكر سيصل إلى ١١٨ كلم ...

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com



إذا قمنا برص مول واحد من شراب الكولا على سطح الكرة الأرضية فسيصل ارتفاعه إلى ٢٠٠ ميل من الأرض تقريباً ..

إذا فرشنا مول واحد من حبات الذرة " البُشار "ونثرناها على الولايات المتحدة الأمريكية ستغطي كل الولايات بارتفاع ٩ أميال ..

الظروف القياسية ...

إن دراسة الغازات تستلزم فرض لظروف قياسية معينة وهي درجة حرارة الصفر " صفر س " " ٢٧٣ كالفن " وضغط جوي واحد " ٧٦٠ ملمتر زئبق " ويطلق على هذه الظروف القياسية لدرجة الحرارة والضغط STP وتقاس كمية الغاز بعدد المولات " n " وفي درجة الحرارة ضغط ثابتين يمكن التعبير عن فرض أفوجادرو بالعلاقة التالية ..

وتحت الظروف قياسية فإن حجم جزيء جرامي من أي غاز هو ٢٢,٤ لتر ..

!!*!!...القانون العام للغازات...!!*!!

من خلال الجمع بين قانوني بويل وشارل ومبدأ أفوجادرو تعطى لنا علاقة عامة بين الحجم والضغط ودرجة الحرارة وعدد مولات عينة من غاز وتعرف هذه المعادلة بمعادلة الحالة " معادلة الحالة الغازية " المعادلة المثالية " ..

فيمكن وصف الحالة الغازية بأربعة معطيات وهي كمية الغاز m وحجمه V ودرجة حرارته T وضغطه P ونعبر عن كمية الغاز بدقة وذلك باستخدام عدد المولات " n

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

" بدلاً من m .. وبالتالي تعتمد المعطيات الأربعة على بعضها البعض أي أن تغير أي منها يؤثر في الثلاثة الأخرى .. فمثلاً نجد أن حجم الغاز يتناسب طرديًا مع عدد المولات ومع درجة الحرارة كما أنه يتناسب عكسيًا مع ضغط الغاز ... ويطلق على هذه المعادلة بالمعادلة المثالية أو العامة للغازات

$$PV = n\,RT$$

حساب قيمة R (الثابت العام للغازات)

عند الشروط القياسية للغاز المثالي :

P =1 atm و T =273 K يكون حجم n 1mol مساويا V=22.414ℓ

وبالتعويض بهذه القيم في القانون العام للغاز:

$$R = \frac{PV}{nT} \qquad R = \frac{1\,atm\,.22.414\,l}{1\,mol\,.273\,K} \qquad R = 0.082\ atm.\ \ell.mol^{-1}.K^{-1}$$

وبالتعويض بالقيم التالية:

$1atm = 101325\ Pa\ ,1\ell = 10^{-3}m^3$

تكون قيمة R مســـاوية:

$$\frac{101325Pa \times 22.414 \times 10^{-3}m^3}{1\ mol \times 273K}$$

$$R = 8.314\ Pa.m^3.mol^{-1}.K^{-1}$$

$$= 8.314\ N.m^{-2}.m^3.mol^{-1}.K^{-1}$$

$$R = 8.314\ J.mol^{-1}.K^{-1}$$

$$R = 1.99Cal.mol^{-1}.K^{-1}$$

$$1Pa = 1\ N.m^{-2}\ \&\ 1J = 1N.m$$

والسعر الحراري Cal الواحد يساوي 4.18 J

كثافة الغاز(d) كتلة حجم معين من الغاز عند درجة حرارة معينة.

$$PV = n\,RT$$

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

$$PV = (m/M)RT$$

m كتلة الغاز و M (الوزن الجزيئي)

$$d = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT}$$

d كثافة الغاز وتقاس بوحدة $g . \ell^{-1}$

مسائل قانون الغازات وطريقة حلها :-

كما علمنا مما سبق تتميز الحالة الغازية بأنها من الممكن وصفها بدقة إذا علمنا أربع حقائق أو معطيات وهي

كمية الغاز (الكتلة أو عدد المولات) وحجمها وضغطها وأخيراً درجة حرارتها .. وفي جميع المسائل الخاصة بالغازات يحدث تغير بين حالة الغاز الأصلية والحالة النهائية وفي كلتا الحالتين تبقى بعض المعطيات الخاصة بالغاز ثابتة بينما يتغير الباقي ..

علاقات المول في التفاعلات الغازية وحساباتها ..

إذا اشترك غاز في تفاعل ما وأردنا حساب الكميات المتفاعلة وجدنا أنه يعتمد على أساسين :

الأول : يعتمد على علاقات حجوم الغازات بأوزان المواد المتفاعلة معها ..

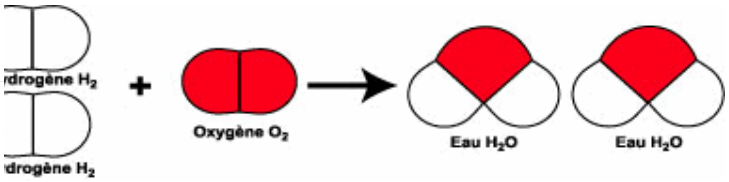
الثاني : يعتمد على حساب حجوم الغازات من حجوم غازات متفاعلة معها ...

الحسابات الحجمية للغازات المتفاعلة::

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

قانون جاي لوساك للحجوم المتحدة ..

قام جاي لوساك في عام ١٨٠٥ م بدراسة تفاعلات الغازات وأثبت من هذه الدراسة أنه عندما تساهم غازات في تفاعلات كيميائية ، فإن حجوم الغازات المتفاعلة وتلك الناتجة عن التفاعل " إذا كانت غازية " تكون فيما بينها



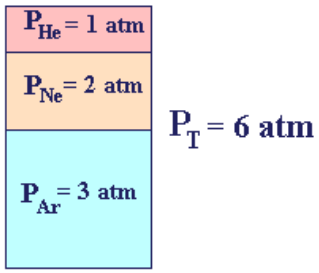
بنسبة عددية بسيطة ، شريطة أن تجري كافة القياسات في ظروف درجة الحرارة والضغط نفسها ..

وأطلق على هذا القانون اسم قانون جاي لوساك للحجوم المتحدة

ولقد ساعد ذلك القانون أفوجادرو في عام ١٨١١م على وضع فرضيته ..

قانون جراهام لنفاذ الغازات وانتشارها...

اكتشف توماس جراهام في عام ١٩٣٠ م قانون جديد يربط بين كثافة الغاز ونفاذه .. وقال جراهام ..



تتناسب سرعة نفاذ غازين تناسباً عكسيًا والجذر التربيعي لكثافة كل منهما ويعبر عن هذا القانون كما يلي :

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

$$\frac{V_1^2}{V_2^2} = \frac{M_2}{M_1}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}}$$

قانون جرا هام للانتشار

" عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة تتناسب سرعة انتشار الغاز تناسباً عكسياً مع الجذر التربيعي لكثافته أو وزنه الجزيئي " . فإذا رمزنا إلى معدل سرعة انتشار الغاز بالرمز (r) فإن :

$$r \alpha \frac{1}{\sqrt{D}} \qquad \text{أو} \qquad r \alpha \frac{1}{\sqrt{M}}$$

وعند مقارنة معدل سرعة انتشار غازين 1 ، 2 فإن :

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{D_2}{D_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

r_1 r_1 معدل انتشار الغاز الأول

r_2 r_2 معدل انتشار الغاز الثاني

D_1 , D_2 كثافة الغاز الأول والثاني على التوالي، و M_1 , M_2 الوزن الجزيئي للغاز الأول والثاني على التوالي.

!!*!!...قانون دالتون للضغوط الجزئية...!!*!!

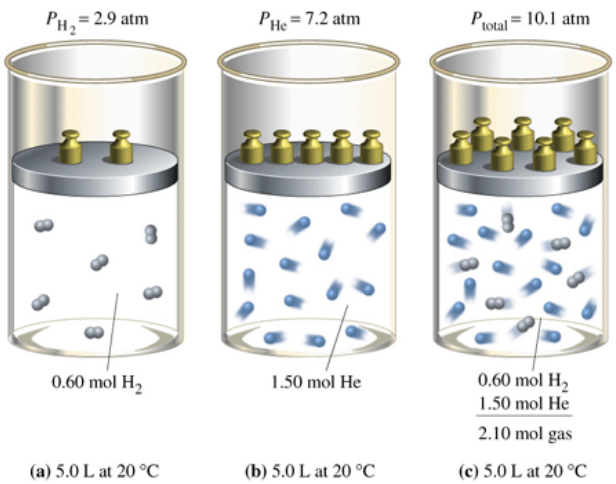
لنفرض أن عينة من الغاز التي ندرسها ليست غازاً نقيًا ، وإنما مخلوطًا من غازات مختلفة كما هو الحال في الجو مثلاً ، أو في تفاعل كيميائي تشترك فيه غازات مختلفة بعضها من المواد المتفاعلة وبعضها من نواتج التفاعل ..

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

فكيف نجري حساباتنا عن الضغط مثلاً ..؟؟؟

ذلك من خلال قانون دالتون للضغوط الجزئية ... وينص على أن :

الضغط الكلي لمزيج غازي يساوي مجموع الضغوط الجزئية المستقلة التي يحدثها كل غاز وحسب العلاقة التالية ..



ففي عام ١٨٠٣ م درس جون دالتون ضغط خليط من الغازات التي لا تتفاعل كيميائيًا فيما بينها ...وقد وجد من دراسته لأن الضغط الكلي في خليط من الغازات يساوي مجموع الضغوط الجزيئية لكل غاز...

" الضغط الكلي لخليط من غازات لاتتفاعل كيميائياً يساوي مجموع ضغوطها الجزئية ".

فإذا رمزنا لضغط الخليط الكلي بالرمز P_t فإن : $P_t = P_1 + P_2 + P_3 + ...$

P_1 P_2 P_3 الضغوط الجزئية للغازات 1، 2 ، 3 في الخليط الغازي على التوالي .

$$P_1 = X_1 . P_t$$
$$P_2 = X_2 . P$$

الانحراف عن قوانين الغازات..."*"~"*"

الغازات الحقيقية والمثالية ...

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

لوحظ عند تطبيق قوانين الغازات أن عدداً قليلاً فقط منها تنطبق عليه القوانين فهناك عدد محدود من الغازات يطلق عليه الغازات المثالية مثل الهيدروجين والهيليوم اللذين تنطبق عليهما قوانين الغازات دون انحراف ..

الغازات المثالية ..

وهي أن جزيئاتها لا تنجذب إلى بعضها البعض كما يفترض عدم شغلها لأي جزء من الإناء المحتوي على الغاز

الغازات الحقيقية ...

أما القسم الغالب من الغازات فإنها تنحرف عن قوانين الغازات بدرجات متفاوتة لأن جزيئاتها تنجذب إلى بعضها

البعض وأن حجمها يحتل جزءاً من الإناء المحتوي على الغاز " وتُسمى بالغازات الحقيقية "...

وقد لوحظ أنه كلما ازداد الضغط وانخفضت درجة الحرارة فإن مدى انحراف الغاز عن قوانين الغازات يزداد لسببين :

١. كلما ازداد الضغط اقتربت جزيئات الغاز من بعضها بعضاً وبذلك تتزايد قوى التجاذب بينها .. ونظراً إلى صغر الحجم الكلي عند الضغوط العالية فإن جزيئات الغاز تحتل نسبة أكبر من الفراغ حولها ..
٢. كلما انخفضت درجة الحرارة قلت طاقة الجزيئات الحركية وكبرت قوى التجاذب بينها ...
٣. ويعتمد مدى انحراف الغاز عن قوانين الغازات على طبيعة الغاز فنجد أن غازات الهيدروجين والهيليوم

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

٤.والنيتروجين والأكسجين لها انحراف قليل نظراً إلى ضعف قوى التجاذب بين جزيئاتها عند الضغط العالي

٥.ودرجة الحرارة العادية .. ولكن غازات مثل الكلور والنشادر تجذب بعضها البعض بدرجة كبيرة وبذلك يكون انحرافها كبيراً ..

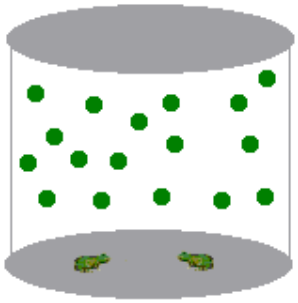
النظرية الحركية الجزيئية للغازات...

جزيئات المادة في حركة والحرارة عبارة عن إظهار لهذه الحركة ..

افتراضات النظرية الحركية:-

١)تتكون الغازات من جزيئات صغيرة وبعيدة عن بعضها لدرجة أن الحجم الفعلي للجزيئات يكون مهملاً عند مقارنته بالحيز الموجود بينها

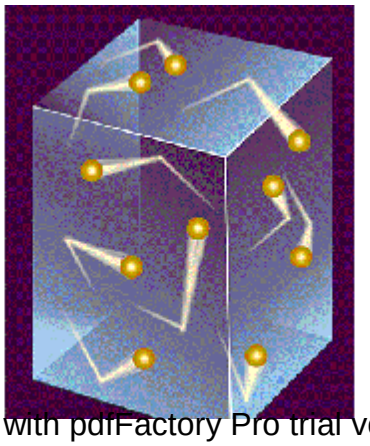
٢) لا يوجد في الغاز التام قوى تجاذب بين الجزيئات حيث تكون الجزيئات مستقلة تمامًا كل عن الأخرى ..



٣)جزيئات الغاز في حركة سريعة عشوائية وفي خطوط مستقيمة وهي تتصادم مع بعضها البعض وكذلك مع

٤)جدران الإناء الذي يحتويها وفي كل تصادم لا يحدث فقد لطاقة الحركة ..

٥)متوسط كل من طاقة الحركة وسرعة الجزيئات يتناسب طرديًا مع درجة الحرارة المطلقة ..



٦)عند درجة حرارة معينة وعندما تكون جزيئات الغازات لها نفس متوسط طاقة الحركة فإن

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

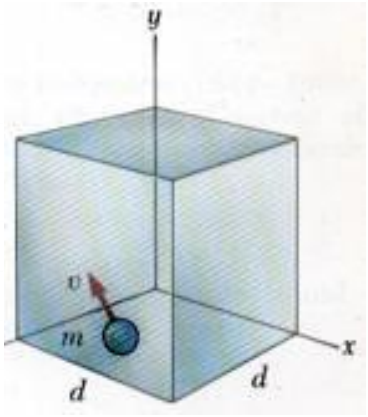
الزيادة في الكتلة يتبعها نقص في متوسط السرعة ..

النظرية الحركية للغازات

The kinetic theory of gases

من خلال النظرية الحركية للغازات سوف نستنتج العلاقة بين الطاقة الحركية للجزيئات والطاقة الداخلية للنظام. وسوف تزودنا هذه النظرية بالمعنى الفيزيائي لدرجة الحرارة والضغط.

فرضيات النظرية الحركية للغازات



١) عدد جزيئات الغاز كبير جدا والمسافة بينهم كبيرة، كما إن حجم جزيئات الغاز مهمل بالنسبة لحجم الوعاء الذي يحتويه.

٢) تخضع حركة الجزيئات لقوانين نيوتن للحركة، كما أن حركة الجزيئات حركة عشوائية.

٣) التصادمات بين الجزيئات تصادمات مرنة.

٤) القوة المتبادلة بين الجزيئات مهملة ماعدا القوة الناتجة من التصادمات بين الجزيئات.

٥) الغاز نقي.

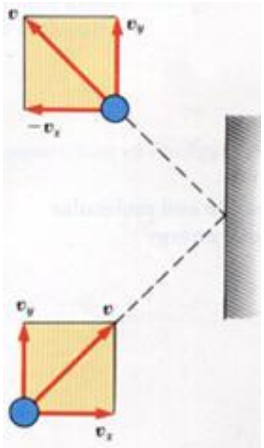
٦) يكون الغاز في حالة اتزان حراري مع جدار الوعاء الذي يحتويه.

٧) يكون ضغط الغاز ناتجاً من التصادمات المرنة لجزيئات الغاز مع الجدار. ولهذا فإن الضغط الناتج عن عدد N من جزيئات الغاز تشغل حجم V من وعاء أبعاده d كما في الشكل المقابل.

إذا تحركت احد الجزيئات باتجاه جدار الوعاء بسرعة v وبعد التصادم معه فإنها ترتد في الاتجاه المعاكس ويكون في هذه الحالة مركبة السرعة في احد المحاور

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

سالبة كما في الشكل، حيث أن الجزئ تحرك إلى اليمين ليصطدم بالجدار ويرتد عنه، وبتحليل متجه السرعة v إلى مركباته نجد أن المركبة على محور x تكون إلى اليسار أي في الاتجاه السالب.



سنقوم بحساب التغيير في كمية الحركة change in momentum للجزئ.

$$\Delta p_x = -mv_x - mv_x = -2mv_x$$

وهذه هي قيمة كمية الحركة التي تعطي للجدار بعد كل تصادم.

لأي جزئ بعمل تصادمين متعاقبين مع نفس الجدار فإنه يجب أن يقطع مسافة وقدرها ٢d في فترة زمنية Δt وتكون المسافة التي يقطعها الجزئ في تلك الفترة الزمنية هي $v_x\Delta t$.

الزمن بين تصادمين متعاقبين هو

$$\Delta t = 2d/v_x$$

إذا كانت F هي مقدار القوة المتوسطة التي تبذل بواسطة الجزئ على الجدار في فترة زمنية Δt وتسمى الصدمة Impulse والتي تعرف بالتغيير في كمية الحركة.

$$F\,\Delta t = \Delta p_x = -2mv_x$$

$$F = 2mv_x/\Delta t = 2mv_x/2d/v_x = mv^2_x/d$$

تكون القوة الكلية المؤثرة على الجدار هي مجموع القوى الناتجة من الجزيئات المتصادمة مع الجدار، وللحصول على قيمة الضغط الكلي الناتج فإن

$$P = \sum F/A = m/dA\,(v^2x_1+v^2x_2+v^2x_3+\ldots)$$

$$\bar{v}^2_x = \frac{v^2_{x1}+v^2_{x2}+v^2_{x3}}{N}$$

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

وتكون قيمة السرعة المتوسطة هي

$$\therefore P = \frac{Nm}{V}\bar{v}^2{}_x$$

وحيث أن

$$v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$$

$$\bar{v}^2{}_x = \bar{v}^2{}_y + \bar{v}^2{}_z = \frac{1}{3}\bar{v}^2$$

$$\therefore P = \frac{1}{3}\frac{Nm}{V}\bar{v}^2$$

$$P = \frac{2}{3}\frac{N}{V}(1/2m\bar{v}^2)$$

ومن هذه المعادلة نستنتج أن الضغط يتناسب طردياً مع عدد الجزيئات لكل وحدة حجوم ويتناسب طردياً مع طاقة حركة الجزيئات.

التفسير الفيزيائي لدرجة الحرارة

بإعادة كتابة المعادلة السابقة كما في الشكل التالي:

$$PV = \frac{2}{3}N(1/2m\bar{v}^2)$$

$$P\,V = N\,k\,T$$

$$\therefore T = \frac{2}{3k}(1/2m\bar{v}^2)$$

$$1/2m\bar{v}^2 = \frac{3}{2}kT$$

وهذا يعني أن درجة الحرارة هي مقياس لمتوسط طاقة حركة الجزيئات

وحيث أن $\bar{v}^2{}_x = \frac{1}{3}\bar{v}^2$ $\quad$ $1/2m\bar{v}_x{}^2 = \frac{1}{2}kT$

وتكون طاقة الحركة الكلية لعدد N من الجزيئات يساوي

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

$$E = N(1/2m\bar{v}^2) = \frac{3}{2}NkT = \frac{3}{2}nRT$$

$$v_{rms} = \sqrt{\bar{v}^2} = \sqrt{\frac{3kT}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

ومن هذه المعادلة نستنتج أن الجزيئات الخفيفة تتحرك بسرعات أكبر من الجزيئات الثقيلة.

يوضح الجدول التالي بعض السرعات لعدد من الجزيئات عند درجة حرارة ٢٠ درجة مئوية.

Gas	Molecular Weight (g/mol)	v_{rms} at 20°C (m/s)
H_2	2.02	1902
He	4.0	1352
H_2O	18	637
Ne	20.1	603
N_2 or CO	28	511
NO	30	494
CO_2	44	408
SO_2	48	390

الطاقة الحركية ودرجة الحرارة

يرتبط متوسط الطاقة الحركية لجزيء واحد من الغاز $K\bar{e}$ مع متوسط مربع السرعة الجزيئية بالعلاقة $K\bar{e} = ½\ m\ \bar{u}^2$ والعلاقة بين درجة الحرارة والطاقة الحركية لمول واحد من جزيئات الغاز :

$$K.E = {}^3/_2\ R\ T$$

وعند 25 ºC .. $K.E = 3720\ J.mol^{-1}$

ولجزيء واحد عند نفس درجة الحرارة

$$K\bar{e} = K.E\ /\ N_A = 6.17 \times 10^{-21}\ J$$

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

السرعة الجزيئية للغازات :

يعبر عن السرعة الجزيئية للغاز بدلالة

الجذر التربيعي لمتوسط مربع السرعات الجزيئية $\sqrt{\overline{u^2}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$

R الثابت العام للغازات وقيمتــه $8.314\ J\ K^{-1}\ mol^{-1}$ ، T درجــة الحــرارة المطلقة بالكلفن K و M الوزن الجزيئي للغاز ووحدته هنا $kg\ mol^{-1}$ وتكون وحدة السرعة الجزيئية الناتجة عن استخدام الوحدات السابقة هي $m\ s^{-1}$

الغاز	25 ºC	100 ºC
	$m\ s^{-1}$	$m\ s^{-1}$
Hg	180	370
HI	220	450
O_2	440	910
H_2	1770	3660

حيود الغازات الحقيقية يزداد بزيادة الضغط و انخفاض درجة الحرارة .

معادلة فاندرفالز Vander Walls

١ - الحيود الناتج عن إهمال حجوم الجزيئات

الحجم المقاس V_{meas} في $PV = nRT$ يمثل حاصل جمع حجم الجزيئات وهو الحجم المستبعد في قانون الغاز المثالي (nb) مضافاً إليــه حجــم الحيــز الفــارغ والخالي من الجزيئات والذي يسمى الحجم المثالي (V_{ideal}) :

$$V_{meas.} = V_{ideal} + nb$$

حيث (b) الحجم الذاتي لمول واحد من الجزيئات تعتمد قيمتها على طبيعة الغــاز وهي ثابتة للغاز الواحد وتقدر من واقع النتائج التجريبية العملية و n عدد مــولات الغاز، ويمكن وضع العلاقة أعلاه بالشكل التالي :

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

$$V_{ideal} = V_{meas} - nb$$

٢ - الحيود بسبب إهمال قوى التجاذب بين الجزيئات.

الضغط المثالي P_{ideal} هو الضغط الناتج فيما لم يحدث تجاذب بين الجزيئات ، P_{meas} الضغط الملاحظ أو المقاس في وجود تجاذب بين الجزيئات وهو أقل من الضغط المثالي المتوقع بمقدار $r\,P$

$$P_{ideal} = P_{meas} + r\,P$$

ويتناسب مقدار النقص في الضغط $r\,P$ مع عدد الاصطدامات ومع قوة الإصطدام وكلاهما يتناسب مع التركيز $\frac{n}{V}$

a ثابت التناسب يعتمد على قوى التجاذب وهو ثابت للغاز الواحد وتقاس قيمته عمليا.

$$\Delta P = a\frac{n^2}{V^2}$$

مع ملاحظة أن

$$(P_{meas} + a\frac{n^2}{V^2})(V_{meas.} - bn) = nRT$$

a , b ثابتا فاندرفالز وهما يعتمدان على نوع الغاز والوحدات المستخدمة لقياس الحجم والضغط .

إسالة الغازات

الشروط: تطبيق ضغوط عالية و خفض درجة الحرارة. و العامل الحاسم في هذه العملية هو خفض درجة الحرارة . والدرجة الحرجة لإسالة الغاز هي الدرجة التي يتم عندها إسالة الغاز والتي لايمكن عند درجات حرارة أعلى منها إسالة الغاز حتى لو استخدمت ضغوط عالية والضغط الحرج هو الضغط المقاس عند الدرجة الحرجة لإسالة الغاز وهو أقل ضغط يلزم لإسالة الغاز عند درجة حرارته الحرجة .

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com

PDF created with pdfFactory Pro trial version www.pdffactory.com